

Instituto Politécnico

Universidad Nacional de Rosario Universidad Nacional de

Guía de Trabajos Prácticos II

4º Año

**Introducción al Laboratorio
de Química**

Cód. 22404-25

Julietta Ledesma
Benjamín Pisaroni
Camila de la Horra



Dpto. de Tecnología de los Alimentos

Masterización: RECURSOS PEDAGÓGICOS



ÍNDICE

Cinética Química	2
Efecto de la superficie de contacto entre reactivos.....	2
Efecto de la temperatura.....	2
Efecto del catalizador.....	3
Efecto de la concentración de reactivos.....	3
Equilibrio Químico	5
Equilibrio de solubilidad.....	5
Desplazamiento de equilibrio.....	5
Estudio de Ion común.....	6
Equilibrios competitivos.....	6
Volumetrías Ácido - Base	8
Introducción teórica.....	8
Metodología de las Volumetrías.....	9
Volumetrías Ácido - Base.....	11
Patrones primarios en volumetría ácido-base.....	13
Actividades.....	14
Curvas de Titulación y Mediciones de pH	16
Introducción teórica.....	16
Actividades.....	22
Volumetrías REDOX y de Formación de Complejos	23
Introducción teórica.....	23
Actividades.....	25
Bibliografía:	27

Trabajo Práctico N° 8 Cinética Química

Objetivos:

- Observar el efecto que ejercen sobre la velocidad de reacción los siguientes factores:
 - Superficie de contacto entre reactivos.
 - Temperatura.
 - Catalizador.
 - Concentración de reactivos.
- Calcular los órdenes de reacción y la expresión de la ley de velocidad, empleando el método de las velocidades iniciales.

Atención: para el práctico será necesario un cronómetro para registrar todos los tiempos de reacción. Es necesario mantener el orden para poder llevar un buen registro de lo observado previa y posteriormente a ocurrida la reacción, así como los tiempos que tardan en reaccionar. En el informe deberán estar explícitas las reacciones químicas que ocurren en cada experiencia.

Efecto de la superficie de contacto entre reactivos

Materiales: cristales de KMnO_4 , glicerina, pipeta Pasteur, mortero, cápsulas de porcelana.

Procedimiento:

1. Colocar 0,5 g de cristales de KMnO_4 en una cápsula de porcelana.
2. Colocar 0,5 g de cristales de KMnO_4 mortereado finamente en la otra cápsula.
3. Agregar rápidamente 6 gotas de glicerina distribuidas sobre el sólido en cada cápsula.
4. Observar y registrar.

Observación: no descartar los residuos en el cesto de basura.

Efecto de la temperatura

Experiencia A

Materiales: solución 0,05 M de KMnO_4 , solución 0,1 M de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, H_2SO_4 (cc), vasos de precipitados, pipeta graduada, tubos de ensayo, gradilla, pinza de madera.

Procedimiento:

1. Colocar en un vaso de precipitados de 50 mL 4 mL de la solución de KMnO_4 , 6 gotas de H_2SO_4 (cc) y 5 mL de la solución de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
2. Separar la mezcla en dos tubos de ensayo.
3. Tomar 3 mL de la mezcla previamente preparada y colocarlos en un tubo de ensayo. Repetir el mismo procedimiento con otro tubo de ensayo.



4. Con la ayuda de una pinza de madera colocar uno de los tubos en un baño de agua a 80°C y el otro dejarlo a temperatura ambiente en la gradilla.

5. Observar y registrar.

Experiencia B

Materiales: solución 0,05 M de KMnO_4 , solución 0,02 M de H_2SO_4 , clavo de hierro, vasos de precipitados, 3 tubos con tapa, gradilla, pinza de madera.

Procedimiento:

1. Colocar en cada tubo 2 mL de la solución de KMnO_4 y 4 mL de la solución de H_2SO_4 .
2. Colocar en cada tubo un clavo de hierro limpio.
3. Colocar un tubo a 100 °C, otro a 50 °C y otro a temperatura ambiente.
4. Observar y registrar.

Observación: para elevar la temperatura de los tubos emplear baños de agua.

Efecto del catalizador

Materiales: solución 20 V de H_2O_2 , MnO_2 , KI, matraces Erlenmeyer, astilla de madera.

Procedimiento:

1. Colocar en dos matraces Erlenmeyer una alícuota de 5 mL de la solución de peróxido de hidrógeno.
2. Agregar una punta de espátula del catalizador.
3. Acercar con cuidado una astilla encendida a la boca del Erlenmeyer para identificar el gas.
4. Observar y registrar.

Observación: La astilla puede ser reemplazada por cualquier material que pueda mantener la combustión por un tiempo, como un papel o un fósforo encendido.

Efecto de la concentración de reactivos

Experiencia A

Materiales: solución 0,1 M de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, solución 3 M de HCl, solución 0,1 M de HCl, tubos de ensayo, gradilla.

Procedimiento:

1. Colocar en dos tubos 2 mL de la solución de tiosulfato de sodio.
2. A uno agregarle 1 mL de la solución 3 M de HCl.
3. Al otro agregarle 1 mL de la solución 0,1 M de HCl.
4. Observar y registrar.

Guía de Trabajos Prácticos II

Introducción al Laboratorio

Experiencia B

Materiales: solución 2% de almidón, solución 0,15 M de KIO_3 , solución 0,02 M de NaHSO_3 , matraces Erlenmeyer de 125 mL, agua destilada.

Procedimiento:

1. Colocar en cada uno de los matraces Erlenmeyer los volúmenes de las soluciones indicadas en la tabla: H_2O , IO_3^- , almidón. Exceptuando la de sulfito ácido de sodio.
2. Medir con pipeta graduada los volúmenes correspondientes de la solución de sulfito ácido de sodio y colocarlos en los tubos de ensayo. (Para minimizar el tiempo de escurrido).
3. Con el tubo colocar la solución de sulfito ácido de sodio correspondiendo los volúmenes a cada uno de los matraces Erlenmeyer.
4. Anotar los tiempos de reacción y calcular las concentraciones de los reactivos en cada experimento.

Erlenmeyer	H_2O (mL)	IO_3^- (mL)	Almidón 2% (mL)	HSO_3^- (mL)	Tiempo (s)	$[\text{IO}_3^-]_i$ (M)	$[\text{HSO}_3^-]_i$ (M)
1	40	5	2	10			
1'	40	5	2	10			
2	35	10	2	10			
3	25	20	2	10			
4	40	10	2	5			
5	35	10	2	10			
6	25	10	2	20			

5. Calcular los órdenes de reacción parcial para cada reactivo y la constante de velocidad.
6. Expresar la ley de velocidad completa para la reacción.

Observaciones: Es necesario agregar los reactivos en el **orden establecido**. Es **importante** que las soluciones sean preparadas en el momento previo a comenzar la experiencia.



Trabajo Práctico N° 9

Equilibrio Químico

Objetivos:

- Observar la respuesta de un sistema en equilibrio al ser sometido a influencias externas.
- Observar la reversibilidad de las reacciones que involucran equilibrios.

Reactivos:

NaOH 0,5 M - CaCl₂ 2,26 %P/V - EDTA 1,53 %P/V - FeCl₃ 1 M - NH₄SCN 1M - CoCl₂ (s) - NaCl (s) - NH₃ 5 % P/V - NH₄Cl 20 % P/V - MgSO₄ 5 % P/V - solución de Fe³⁺- solución de Al³⁺ - NaOH 3 M - HCl 1 M - HAc 1 M - NH₃ 1M - solución de sulfato de cobre (II). Las soluciones de Fe³⁺, Al³⁺ y Cu²⁺ son en concentraciones de 10 mg de catión/mL-

Equilibrio de solubilidad

1. Mezclar en un tubo de centrifuga 2,5 mL de solución de NaOH 0,5 M con 2,5 mL de solución de CaCl₂ 2,26%P/V y 5 mL de H₂O (d). Observar y escribir la ecuación.
 - a. Centrifugar.
 - b. Separar el líquido sobrenadante del precipitado y colocarlo en un tubo de ensayo.
 - c. Calentar suavemente el tubo con el sobrenadante en baño maría. Observar.
 - d. Colocar el tubo bajo el chorro de agua fría. Observar.
 - e. Al líquido sobrenadante agregar 4-5 gotas de solución de FeCl₃ 1 M. Observar, buscar datos del producto de solubilidad y explicar.
2. En el tubo que contiene el precipitado agregar gota a gota 1 mL de sal disódica de EDTA 1,53 %P/V. Observar y explicar lo que ocurre.

Desplazamiento de equilibrio

3. En un vaso de precipitados colocar 50 mL de agua destilada y agregar una gota de solución de FeCl₃ 1 M y una gota de solución de NH₄SCN 1 M. Agitar. Dividir esta solución en 3 tubos de ensayo:
 - a. Tubo A Reservar como testigo.
 - b. Tubo B Añadir 2 gotas de solución de FeCl₃ 1 M.
 - c. Tubo C Añadir 2 gotas de solución de NH₄SCN 1 M.

Observar las variaciones de color y explicar.

4. En un microtubo agregar 0,1 g de CoCl₂ y 0,5 g de NaCl, disolver con 5 mL de agua.
 - a. Calentar el tubo a baño maría (baño en ebullición), observar. Enfriar el tubo bajo chorro de agua de la canilla o en un baño de agua con hielo, observar.

Introducción al Laboratorio

- b. Al mismo tubo agregar dos cucharadas de NaCl (debe quedar sal sin solubilizarse en el fondo). Repetir el calentamiento sobre el baño, observar. Enfriar el tubo nuevamente, observar.

Explicar lo que ocurre en ambos ítems. Escribir las ecuaciones químicas pertinentes.

Estudio de Ion común

5.

- a. En un tubo con tapa colocar 1 mL de NH_3 al 5 % P/V y 2 mL de agua, homogeneizar y luego añadir 5 mL de MgSO_4 al 5 % P/V.
- b. En un segundo tubo con tapa colocar 2 mL de NH_4Cl al 20 % P/V, 1 mL de NH_3 al 5 % P/V, homogeneizar y, finalmente, agregar 5 mL de MgSO_4 al 5 % P/V.

Observar las reacciones y explicar las diferencias registradas.

Equilibrios competitivos

6. Separación de iones Fe^{3+} (ac) y Al^{3+} (ac).

Colocar 2 mL de muestra conteniendo iones Fe^{3+} (ac) y Al^{3+} (ac) en tubo de ensayo y calentar a baño maría ($T = 60^\circ\text{C}$). Agregar 2 mL de NaOH 3M. Enfriar y filtrar. Reservar tanto el residuo como el líquido sobrenadante.

- a. Colocar el residuo en un microtubo.

Agregar gotas de HCl 1 M sobre el residuo hasta disolución total.

Volver a obtener el precipitado. Indicar cómo se procede para regenerar dicho residuo.

Escribir las ecuaciones químicas pertinentes.

- b. Repartir el sobrenadante guardado en dos tubos. Agregar en uno 2 mL de HAc 1 M, y en el otro 1 mL de HCl 1 M.

Observar e interpretar.

Escribir las ecuaciones químicas pertinentes.

Justificar qué propiedad diferencia a estos precipitados que permite la separación de los dos cationes.

7. Formación de hidróxido de cobre (II) y redisolución por formación del ión complejo tetraaminocobre (II).

- a. Colocar en 3 tubos de ensayo 2 mL de sulfato de cobre:

- i. Tubo A reservar como testigo.
- ii. Tubo B Añadir 2 gotas de solución de NH_3 1M.
- iii. Tubo C Añadir 2 mL de solución de NH_3 1M.



Reservar los 3 tubos de ensayo para compararlo con la experiencia **b**.

b. En un tubo de ensayo:

- i.** Medir 2 mL de sulfato de cobre.
- ii.** Agregar lentamente por las paredes del tubo 2 mL de amoníaco 1 M.
- iii.** Observar.

Escribir las ecuaciones químicas pertinentes.

Trabajo Práctico N° 10

Volumetrías Ácido - Base

Introducción teórica

Las valoraciones, también llamadas volumetrías, son técnicas cuantitativas utilizadas en el análisis químico para determinar la concentración de una sustancia en solución. Estas técnicas se basan en una reacción química conocida, en la cual se mide con precisión el volumen de reactivo necesario para reaccionar completamente con la sustancia a analizar. Se denominan volumetrías porque en la determinación está implicada la medida del volumen que contiene los equivalentes del analito o del patrón.

En una valoración, una solución de concentración conocida —llamada titulante o valorante— se agrega lentamente a otra cuya concentración es desconocida —el analito— hasta alcanzar el punto de equivalencia, es decir, el momento en el que ambos reaccionan en proporción estequiométrica exacta. A partir de ese volumen de titulante y mediante cálculos, es posible conocer la concentración del analito.

Para que una reacción sea útil en una valoración, debe cumplir ciertas condiciones: ser rápida, completa, tener una estequiometría definida, no involucrar reacciones secundarias y permitir la detección clara del punto final.

El procedimiento habitual implica colocar un volumen exactamente medido del analito en un matraz Erlenmeyer, y añadir el titulante desde una bureta hasta que, idealmente, toda la sustancia haya reaccionado. Este punto de la titulación se denomina punto de equivalencia.

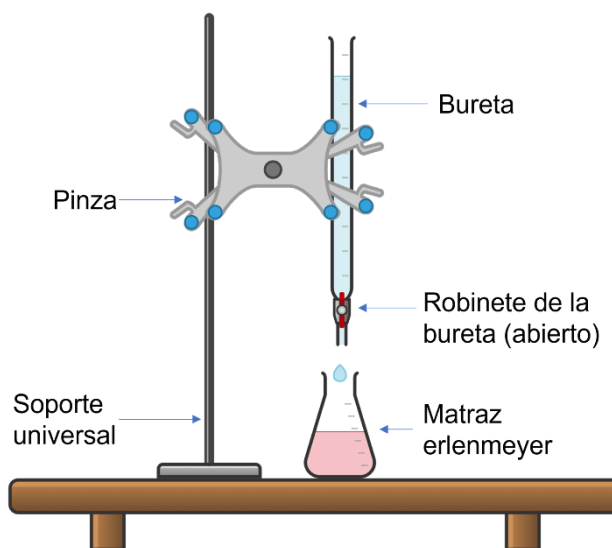
Punto de equivalencia (PE): Es el punto donde la cantidad de valorante añadida es exactamente la necesaria para que reaccione todo el analito. Es el resultado teórico de una valoración.

Punto final (PF): Es lo que medimos a través del cambio brusco de alguna propiedad física de la solución cuando ya se alcanzó el PE. Este cambio puede ser variación del color de la solución, formación de un precipitado, modificación del potencial eléctrico, etc.

La diferencia entre el volumen gastado del titulante para llegar al punto final y el que corresponde al punto de equivalencia se denomina error volumétrico o error de valoración. Este error es prácticamente inevitable y puede llegar a estimarse con la valoración de un blanco, es decir, realizando el mismo procedimiento de la valoración, pero sin el analito.

Algunos métodos comunes para detectar el PF son:

- Cambio de color mediante un indicador.





- Alteraciones del potencial eléctrico (uso de electrodos).
- Cambios en la absorción de luz.
- Formación visible de un precipitado.

Condiciones del titulante

El titulante debe reaccionar de forma rápida, específica y completa con el analito. En valoraciones ácido-base, se utilizan ácidos o bases fuertes para asegurar una reacción completa. Dado que esta técnica requiere alta precisión, la concentración del titulante debe conocerse con exactitud y se expresa normalmente con cuatro cifras decimales.

Además, su concentración debe ser del mismo orden que la concentración teórica del analito. Si la concentración del titulante es mucho mayor, bastarán pocas gotas para alcanzar el PE, lo que puede introducir errores considerables. Si es mucho menor, podría agotarse el volumen disponible en la bureta antes de alcanzar el PE, obligando a recargarla y sumando errores adicionales (por ejemplo, por paralaje al enrasar).

Normalización del titulante

Para utilizar una solución como titulante, primero se debe estandarizar o normalizar, es decir, determinar su concentración exacta utilizando un patrón primario (PP): una sustancia sólida, pura y estable que se pesa con precisión para preparar una solución de concentración conocida.

Un patrón primario debe cumplir con ciertas características:

- Alta pureza.
- Estabilidad química y física.
- No debe absorber ni perder agua (no debe ser higroscópico ni eflorescente).
- Debe ser fácil de obtener y purificar.
- Tener un peso equivalente alto para minimizar el error de pesada.

Una solución patrón secundaria, en cambio, es aquella cuya concentración se determina a partir de un patrón primario o mediante otro método confiable, como una gravimetría precisa.

Metodología de las Volumetrías

Aspectos a tener en cuenta antes de comenzar

Para realizar una valoración con precisión es fundamental seguir ciertos pasos de preparación:

- Asegurarse de que la bureta esté perfectamente limpia y seca antes de usarla.
- Utilizar un embudo cuyo vástago alcance el cero de la bureta y que permita cargar el líquido sin derrames.

Introducción al Laboratorio

- Enjuagar la bureta con el titulante, para eliminar restos de agua y evitar que la solución se diluya.
- Verificar que el robinete funcione correctamente.
- Sujetar la bureta en un soporte vertical, con la escala visible hacia el operador.
- Durante la titulación, usar la mano dominante para agitar el Erlenmeyer y la mano no dominante para manejar el robinete.
- El goteo del titulante debe realizarse lentamente y de forma constante para asegurar precisión en la lectura y evitar errores.

Llenado correcto de la bureta

1. Fijar la bureta sobre el soporte con anilla adecuados con el robinete cerrado.
2. Colocar un embudo en la boca superior.
3. Verter una cantidad de titulante (no más de la mitad del volumen total).
4. Abrir el robinete para llenar el vástago y eliminar burbujas de aire.
5. Cerrar el robinete y completar el volumen total por encima del enrase.
6. Retirar el embudo y secar la parte externa de la bureta.
7. Enrasar abriendo lentamente el robinete.

Preparación de la solución a valorar

1. Verter en un matraz Erlenmeyer una cantidad adecuada del analito de acuerdo a la bureta que utilizará (el volumen de la muestra ideal debe consumir entre el 50-75% del volumen total de la bureta).
2. Agregar 1 o 2 gotas de indicador.
3. Añadir un poco de agua destilada para facilitar la observación del cambio de color.

Procedimiento de titulación

1. Colocar el Erlenmeyer con el analito bajo la bureta y sobre un fondo blanco para visualizar mejor el viraje.
2. Girar el Erlenmeyer con la mano hábil, mientras con la otra se regula el goteo del titulante.
3. Observar atentamente el color de la solución. Cuando comience a aparecer el color característico del punto final, reducir la velocidad de goteo.
4. Cuando el color se mantenga en toda la solución durante al menos 10 segundos, cerrar el robinete y registrar el volumen gastado.
5. Si existe duda sobre si se alcanzó el punto final, se puede añadir una gota más de titulante:



- Si el color es el esperado, este nuevo volumen será el correcto.
 - Si hay un viraje fuerte y se supera el punto final, se descarta y se toma el volumen anterior.
6. Repetir la titulación hasta obtener dos resultados que difieran en no más de 0,2 mL para buretas de 20, 25 o 50 mL.

Al repetir el proceso, recargar la bureta sin descartar el titulante restante. Enrasar nuevamente luego de llenar.

Cálculos:

- Valoración con patrón primario (normalización)

Cuando se utiliza una masa conocida de patrón primario (PP), la concentración del valorante se calcula con la siguiente fórmula:

$$\text{Normalidad del titulante} = \frac{\text{masa del PP (g)}}{\text{peso equivalente (g/eq)} \times \text{volumen de titulante (L)}}$$

- Valoración con patrón secundario

$$V_{\text{titulante}} \times N_{\text{titulante}} = V_{\text{analito}} \times N_{\text{analito}}$$

Importante: Esta fórmula es válida solo si las concentraciones están expresadas en **normalidad**. Si se trabaja con molaridad u otras unidades, se debe incorporar el **coeficiente estequiométrico** correspondiente a la reacción química que se lleva a cabo durante la titulación.

Nota: La **normalidad** es una forma de expresar la concentración de las soluciones, especialmente útil en valoraciones. Este concepto se desarrolla con más detalle en el **Anexo**, en el capítulo sobre **formas de expresar la concentración de las soluciones**.

Volumetrías Ácido - Base

En este tipo de valoraciones, la reacción que tiene lugar es una neutralización, es decir, una reacción entre un ácido y una base que produce sal y agua. Dependiendo de las especies involucradas, se distingue entre:

Alcalimetría: valoración de una base utilizando un ácido de concentración conocida.

Acidimetría: valoración de un ácido utilizando una base de concentración conocida.

El equipamiento y la metodología utilizados son los mismos ya descritos en la sección general sobre volumetrías.

Según las características del ácido y la base involucrados, pueden darse diferentes combinaciones:

- Ácido fuerte – Base fuerte $H^+ + HO^- \rightarrow H_2O$
- Ácido débil – Base fuerte $HA + HO^- \rightarrow A^- + H_2O$

Introducción al Laboratorio

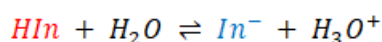
- Base débil – Ácido fuerte $H^+ + B \rightarrow BH^+$

Cada combinación genera una curva de titulación distinta, lo que condiciona la elección del indicador adecuado para detectar el punto de equivalencia.

Indicadores ácido-base

En estas titulaciones se suelen utilizar indicadores visuales, que son sustancias orgánicas débiles (ácidos o bases) capaces de cambiar de color en función del pH del medio. Este cambio ocurre dentro de un rango de pH relativamente acotado y se debe a transformaciones estructurales del propio indicador durante su disociación.

Por ejemplo, un indicador típico puede representarse así:



Las especies **HIn** e **In⁻** poseen distinta coloración, dicho cambio de coloración se produce en un intervalo de pH definido. Si se añaden iones OH⁻ (aumento de pH), el equilibrio se desplaza hacia la derecha, prevalece la especie desprotonada In⁻ y se ve su color característico. Si, en cambio, se añaden iones H⁺ (disminución de pH), el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y se observa el color de la especie protonada, HIn.

El indicador se agrega directamente al Erlenmeyer antes de iniciar la titulación. Como está presente en una cantidad mucho menor que el analito y es un ácido o base débil, no interfiere significativamente en la reacción hasta que el analito ha sido completamente neutralizado. Justo en este punto, el punto de equivalencia, una mínima cantidad adicional de titulante reacciona con el indicador, provocando su cambio de color y señalando así el punto final.

Existen numerosos indicadores ácido-base, cada uno con un rango de viraje de pH específico y colores característicos en medio ácido y básico. Esta amplia variedad permite titular muchas especies diferentes. La selección adecuada del indicador depende del tipo de ácido y base involucrados. A modo de referencia, a continuación, se incluye una tabla con distintos indicadores, sus rangos de viraje y los colores que presentan según el pH.



TIPOS QUÍMICOS	NOMBRE	INTER. DE VIRAJE pH	VIRAJE COLOR ÁCIDO BÁSICO
G. DE FTALEÍNAS	Fenolftaleína	8,2 - 9,6	Incoloro - rojo - fucsia
	Timolftaleína	9,3 - 10,5	Incoloro - azul
G. SULFOFTALEÍNAS	Azul de timol	1,2 - 2,8	Rojo - azul
	Verde de bromocresol	3,8 - 5,4	Amarillo - azul
	Rojo de clorofenol	4,8 - 6,4	Amarillo - rojo
	Azul de bromo timol	6,0 - 7,6	Amarillo - azul
	Rojo de fenol	6,4 - 8,0	Amarillo - rojo
	Púrpura de cresol	7,4 - 9,0	Amarillo - púrpura
G. AZOICOS	Amarillo de metilo	2,9 - 4,0	Rojo - amarillo
	Heliantina	3,1 - 4,4	Rojo - amarillo
	Rojo de metilo	4,2 - 6,3	Rojo - amarillo
	Amarillo de Alizania	10,1 - 12	Incoloro - violeta

Patrones primarios en volumetría ácido-base

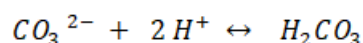
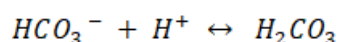
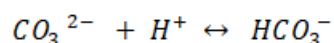
Previamente mencionamos que es necesario realizar normalizaciones de los titulantes antes de valorar al analito. En las titulaciones ácido – base los patrones primarios más comunes para este fin son el carbonato de sodio para normalizar ácidos y el ftalato ácido de potasio para normalizar bases.

Carbonato de sodio

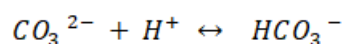
Fórmula: Na_2CO_3

PM = 106,000 g/mol

Reacción de titulación usando **heliantina** como indicador:



Reacción de titulación usando **fenolftaleína** como indicador:

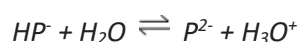


Ftalato ácido de potasio o biftalato de potasio.

Fórmula: $\text{KC}_8\text{O}_4\text{H}_5$ (KHP)

PM= 204,000 g/mol

Reacción de titulación utilizando **fenolftaleína** como indicador:



Actividades

Objetivos:

- Adquirir práctica en la determinación de la concentración exacta de una solución mediante la aplicación de una técnica volumétrica.
- Elegir titulante e indicador apropiado para cada solución a titular.
- Normalizar una solución de NaOH aproximadamente 0,1 N.
- Normalizar una solución de HCl aproximadamente 0,1 N.
- Titular un ácido monoprótico fuerte.

Normalización de solución de hidróxido de sodio

1. Realizar los cálculos correspondientes para conocer la masa de patrón primario que deberá utilizar para la normalización de la base sabiendo que:
 - a) El NaOH es ~ 0,1 N.
 - b) Dispone de una bureta de 50,00 mL.
 - c) La pesada la realizará en una balanza analítica.
2. Pesar exactamente por diferencia la cantidad de patrón primario estimado y colocarlo en el erlenmeyer.
3. Disolver en unos 10-15 mL de agua destilada y agregar 1 o 2 gotas de indicador.
4. En la bureta colocar la solución de NaOH y proceder a la titulación.
5. Repetir la titulación hasta obtener dos valores de volumen que no difieran en más de 0,2 mL.
6. Calcular la concentración de la solución de NaOH.

Normalización de solución de ácido clorhídrico

1. Realizar los cálculos correspondientes para conocer la masa de patrón primario que deberá utilizar para la normalización de la base sabiendo que:
 - a) El HCl es ~ 0,1 N.
 - b) Dispone de una bureta de 50,00 mL.
 - c) La pesada la realizará en una balanza analítica.
2. Pesar exactamente por diferencia la cantidad de patrón primario estimado y colocarlo en el erlenmeyer.
3. Disolver en unos 10-15 mL de agua destilada y agregar 1 o 2 gotas de indicador.
4. En la bureta colocar la solución de HCl y proceder a la titulación.



5. Repetir la titulación hasta obtener dos valores de volumen que no difieran en más de 0,2 mL
6. Calcular la concentración de la solución de HCl.

Titulación de un ácido monoprótico fuerte

1. Realizar los cálculos correspondientes para conocer el volumen de ácido fuerte a titular teniendo en cuenta que:
 - a) El H_2SO_4 es $\sim 0,12 \text{ N}$.
 - b) Dispone de una bureta de 50,00 mL.
 - c) El volumen debe medirse con una bolpipeta.
2. Escribir la ecuación de reacción.
3. Pipetear con bolpipeta el volumen estimado, colocarlo en el erlenmeyer y agregar 1 o 2 gotas de indicador.
4. En la bureta colocar la solución de titulante y proceder a la titulación.
5. Repetir la titulación hasta obtener dos valores de volumen que no difieran en más de 0,2 mL
6. Calcular la concentración de la solución de H_2SO_4 en M.

Curvas de Titulación y Mediciones de pH

Introducción teórica

Curvas de titulación

Las titulaciones pueden representarse a través de curvas de titulación, donde comúnmente se grafica el volumen de titulante agregado como variable independiente y, como variable dependiente, algún parámetro que refleje la concentración del analito en cada etapa de la valoración. En el caso de una titulación ácido-base, esta variable suele ser el pH de la solución. Estas curvas resultan muy útiles para seleccionar un indicador adecuado que señale el punto final de la reacción.

Las curvas de titulación ácido-base pueden generarse de manera teórica, en base a las concentraciones del titulante y el analito, o bien de forma experimental, midiendo el pH con los instrumentos correspondientes.

Esquema general de curvas de titulación

A continuación, se presenta un ejemplo simplificado de una curva típica correspondiente a la titulación de un ácido fuerte con una base fuerte. En esta representación se señalan tres zonas o puntos clave del gráfico.

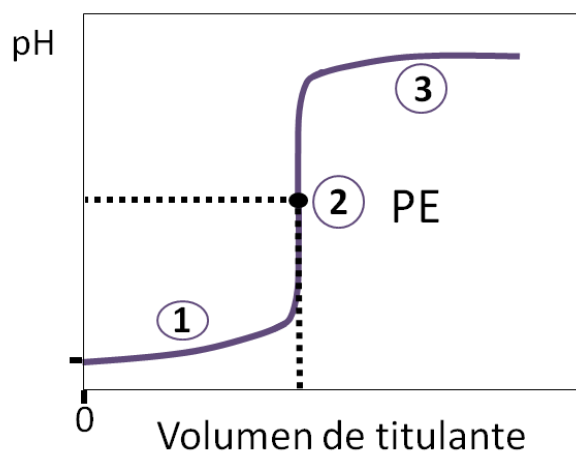


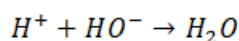
Figura 1. Esquema de una curva de titulación. 1: zona de la curva de titulación antes del PE. 2: PE (punto de equivalencia); y 3: zona de la curva de titulación después del PE.

Al comienzo de la titulación, antes de agregar cualquier cantidad de titulante, el pH de la solución está determinado únicamente por el analito presente. Si este es una especie fuerte —es decir, que se disocia completamente en solución— el valor del pH puede calcularse directamente a partir de su concentración. Este primer tramo de la curva, conocido como **zona 1**, se extiende desde el inicio hasta el punto de equivalencia (**PE**). Durante esta etapa, el titulante comienza a incorporarse y se inicia la reacción de neutralización con el analito. El pH en esta zona se ve influido por la interacción entre ambos componentes, titulante y analito.



En las titulaciones ácido-base, el producto típico de la reacción es una sal y agua. El valor de pH en el punto de equivalencia depende de las características ácido-base de estas especies formadas. Según el tipo de analito y titulante, el pH en el PE —identificado como **zona 2**— puede variar:

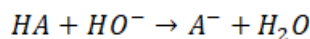
- **Ácido fuerte – base fuerte**



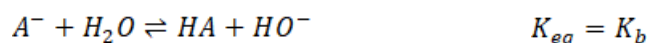
La reacción da lugar a una sal neutra que no participa en equilibrios ácido-base, por lo tanto, el pH en el PE está regido únicamente por la autoprotólisis del agua, resultando en un **pH = 7**.



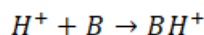
- **Ácido débil – base fuerte**



En este caso, el producto es la base conjugada del ácido débil (por ejemplo, el ion acetato si el ácido es acético) y agua. La sal formada ya no es neutra, se establece un equilibrio ácido-base. Como se forma una base débil (A^-), el pH del PE va a depender del equilibrio de protonación de esta especie, dando un **pH mayor a 7**.



- **Base débil – ácido fuerte**



En este caso el analito es una base débil (B), por lo tanto, como producto de la reacción de titulación se forma el ácido conjugado (BH^+) de la base analizada y agua (Ej. ion amonio si se parte del amoníaco). El producto no es una sal neutra, sino que este ácido débil establece un equilibrio que hace que el pH en el PE sea **menor a 7**.



Luego del punto de equivalencia se ingresa en la **zona 3**, donde el pH se ve determinado por el exceso de titulante añadido. Si se titulan dos especies fuertes, este tramo de la curva presenta un salto abrupto hacia valores extremos de pH, dando lugar a una pendiente muy pronunciada. Este comportamiento es clave para la **selección del indicador visual**, ya que el rango de viraje del mismo debe ubicarse dentro de la zona de cambio brusco de pH, lo que asegura una correcta identificación del punto final (PF). Dado que incluso una sola gota de titulante puede generar una gran variación de pH en esta zona, la diferencia entre el PE y el PF no suele ser relevante.

En el caso de que se titule una **base fuerte con un ácido fuerte**, la lógica es la misma, pero en sentido inverso: se parte de un pH elevado (debido a los iones OH^- del analito) y se desciende hasta valores bajos

Introducción al Laboratorio

de pH, producto del exceso de ácido fuerte. En este caso, también se alcanza un $\text{pH} = 7$ en el PE, ya que se forma una sal neutra y agua. La curva será igual, pero invertida sobre el eje de $\text{pH} 7$.

Como ya se mencionó, las curvas de titulación ácido-base permiten visualizar y comprender mejor el comportamiento del sistema y facilitan la correcta elección del indicador. Lo ideal sería que el intervalo de viraje del indicador coincida exactamente con el pH del punto de equivalencia, aunque esto no siempre es posible. Sin embargo, es factible seleccionar indicadores cuyo rango de cambio de color se encuentre lo suficientemente cerca del PE, lo cual puede determinarse fácilmente al analizar la forma teórica o experimental de la curva. La Figura 2 muestra la curva de titulación para un ácido fuerte, 0,1 M, con el titulante NaOH 0,100 M, y diferentes indicadores con sus intervalos de viraje.

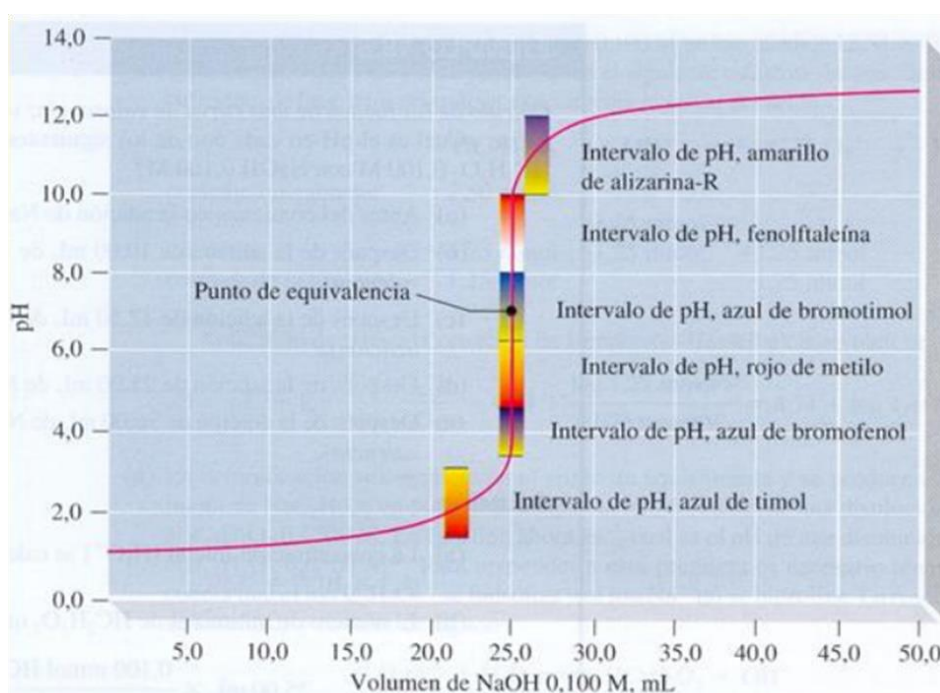


Figura 2. Curva de titulación para un ácido fuerte, HCl 0,1 M, con titulante NaOH 0,100 M, y diferentes indicadores con sus intervalos de viraje.

Mediciones de pH

El **pH** es una medida que indica la acidez o alcalinidad de una solución, y su control es fundamental en muchas etapas del análisis y producción de alimentos. En el laboratorio, se pueden utilizar distintos métodos para determinar el pH. A continuación, se describen los dos más frecuentes:

1. Tiras reactivas (papel indicador de pH)

Este método se basa en el uso de tiras de papel impregnadas con mezclas de indicadores ácido-base. Estas sustancias cambian de color según el valor de pH del medio en el que se encuentren. Para realizar la medición, se sumerge la tira en la muestra por unos segundos y luego se compara el color obtenido con una escala cromática que indica el valor aproximado del pH .



Ventajas:

- Son de bajo costo y fáciles de usar.
- No requieren calibración ni equipos especiales.
- Útiles para mediciones rápidas o de campo.

Limitaciones:

- Proporcionan una estimación del pH, no una medida exacta.
- Pueden presentar errores si la muestra tiene color propio o si la comparación visual del color es subjetiva.
- No aptas para soluciones muy diluidas.
- Este método es adecuado cuando se necesita una lectura orientativa, como por ejemplo en controles preliminares o pruebas donde la precisión no sea crítica.

2. Medición con pHmetro

El pHmetro es un instrumento electrónico que permite determinar con alta precisión el valor de pH de una solución. El sistema está compuesto por un electrodo sensible (generalmente de vidrio) y una referencia interna, que detectan la diferencia de potencial eléctrico generada por los iones hidrógeno (H^+) en la muestra. Esta diferencia se traduce en un valor de pH que se muestra digitalmente en la pantalla del equipo.

Procedimiento general:

Antes de usarlo, el equipo debe calibrarse con soluciones buffer de pH conocido (por ejemplo, pH 4, 7 y 10), lo cual garantiza la confiabilidad de las mediciones. El electrodo debe mantenerse limpio, hidratado y correctamente almacenado.

Ventajas:

- Alta precisión y confiabilidad (con un margen de error muy bajo).
- Lectura objetiva, no influida por la percepción visual.
- Permite mediciones continuas y repetidas sin alterar la muestra.

Limitaciones:

- Requiere calibración periódica.
- El electrodo es frágil y necesita cuidado especial.
- Mayor costo en comparación con métodos colorimétricos.

En el contexto de la industria alimentaria, donde el pH influye en la estabilidad, seguridad microbiológica, fermentación y características sensoriales del alimento, la medición precisa con pHmetro es esencial para cumplir con normas de calidad y regulaciones sanitarias.

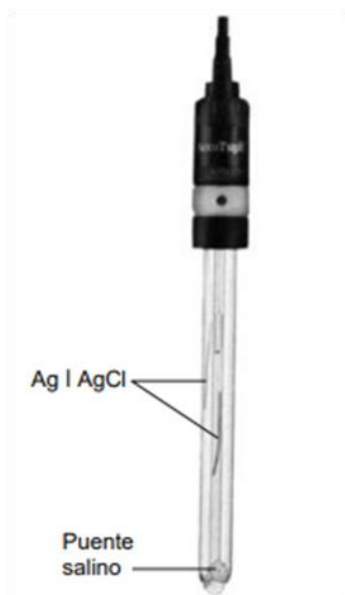


Figura 3. Electrodo de combinación.



Figura 4. Imagen de un pHmetro Hanna.

Pautas para una correcta utilización y mantención de un pHmetro

Antes de usar un electrodo de pH, hay que asegurarse de que el orificio de entrada de aire, que hay cerca del extremo superior, quede abierto. Esta abertura se debe cerrar cuando se guarda el electrodo, para evitar la evaporación de la disolución que llena el compartimiento del electrodo de referencia. Lavar el electrodo con agua destilada y secarlo con suavidad con una toallita de papel. No frotarlo. Siguiendo las instrucciones del equipo, calibrar el electrodo con al menos dos buffers de calibración. Finalmente, sumergir el electrodo en la muestra problema, dejar que se estabilice la lectura y leer el pH que marque el medidor. Limpiar el electrodo y guardarlo en una solución de almacenamiento.

- **Mantener el electrodo hidratado.**

Un electrodo de pH se compone de tres capas de vidrio: una capa exterior hidratada, una capa intermedia seca y una capa interior hidratada. La capa exterior hidratada es la responsable de proporcionar el pH de la solución a determinar. Si se seca el electrodo, se reduce considerablemente la sensibilidad del mismo, la respuesta se da de forma lenta y los valores de pH varían y son incorrectos. Por ello, se recomienda almacenar el electrodo de forma apropiada. En caso de tener un electrodo seco, se recomienda sumergir la membrana de vidrio en solución de almacenamiento de pH durante al menos una hora. Después calibrar el electrodo.

- **Limpiar el electrodo a menudo. Enjuagar, no frotar.**

El electrodo de vidrio es relativamente inmune a las interferencias del color, turbidez, material coloidal, cloro libre, oxidantes y reductores. La medición se afecta cuando la superficie de la membrana de vidrio



está sucia con grasa o material orgánico insoluble en agua, que le impide hacer contacto con la muestra, por lo tanto, se recomienda limpiar correctamente el electrodo a menudo.

Los electrodos deben ser enjuagados con agua destilada entre muestras. No hay que frotarlos con un paño dado que se pueden cargar electrostáticamente. Si es necesario, se puede apoyar suavemente un papel, sin pelusas, para remover el exceso de agua.

La mejor manera de limpiar el electrodo es utilizar una solución de limpieza especialmente formulada para electrodos de pH. Será incluso mejor utilizar una solución que esté formulada específicamente para la aplicación en la que utiliza el electrodo. Por ejemplo, hay soluciones de limpieza disponibles que son ideales para remover de los electrodos depósitos y manchas de vino.

- **Guardar en solución de almacenamiento**

El electrodo de pH está lleno de iones tanto en la solución de relleno como en la parte hidratada del vidrio sensible al pH, así que cuando el electrodo se almacena en una solución que no tiene iones (como el agua desionizada, destilada o de ósmosis inversa) los iones del electrodo se migrarán hacia la solución sin iones intentando establecer un equilibrio. Después de un tiempo, la mayoría de los iones habrán “abandonado” el electrodo dejándolo inservible.

- **Calibrar el electrodo frecuentemente**

Las soluciones de calibración, también llamadas tampones o buffers, son soluciones estandarizadas contra una referencia de pH. Como los electrodos de vidrio de pH miden la concentración de H^+ relativa a sus referencias deben ser calibrados periódicamente para asegurar la precisión. Para esto se utilizan estas soluciones de calibración.

- **Sumergir adecuadamente el electrodo**

Es común pensar que siempre que el electrodo esté tocando la muestra el valor que aparece en pantalla será la lectura adecuada de pH. La realidad es que la parte sensible al pH y la unión de referencia necesitan estar completamente sumergidas para funcionar adecuadamente. Los problemas de inmersión se solucionan fácilmente añadiendo suficiente muestra para sumergir tanto la unión como el vidrio sensible. La posición de la unión de referencia cambia de acuerdo al diseño del electrodo (se recomienda revisar el manual para determinar dónde se localiza la unión).

- **Cambiar el electrodo según su vida útil**

Como cualquier componente de un equipo, los electrodos de pH necesitan reemplazarse después de un tiempo para un mantenimiento regular. Conforme un electrodo envejece, la parte sensible del vidrio se daña y se vuelve menos sensible a los cambios de pH. Hay algunos números asociados a un funcionamiento apropiado de los electrodos: la pendiente y el offset. Estos números son valores que se pueden utilizar para medir la funcionalidad de un electrodo y se determinan durante la calibración.

Actividades

Objetivos

- Adquirir práctica en el uso del pHmetro.
- Realizar una curva de titulación (ácido-base fuerte) de manera teórica, para luego construirla de manera experimental realizando la titulación y detectando el punto final con un pHmetro.
- Realizar una curva de titulación (ácido débil-base fuerte) de manera teórica, para luego construirla de manera experimental realizando la titulación y detectando el punto final con un pHmetro

Curva de titulación ácido-base fuerte

Con el marco teórico desarrollado previamente construiremos una curva de titulación de manera teórica, para luego construirla de manera experimental realizando la titulación y detectando el punto final con un pHmetro.

Titulación de 20,00 mL de NaOH 0,1 M con solución de HCl estandarizada.

1. Escribir la ecuación de reacción entre analito y titulante.
2. Calcular el volumen de HCl necesario para alcanzar el punto de equivalencia.

$$C_{\text{analito}} \cdot V_{\text{analito}} = C_{\text{titulante}} \cdot V_{\text{titulante}}$$

3. Completar la siguiente tabla:

Volumen HCl (mL)	pH
0	
4	
8	
12	
16	
20	
24	

4. Graficar, de manera aproximada, la curva de titulación en el cuaderno de laboratorio.
5. Realizar la titulación. Para cada volumen agregado de HCl de la tabla anterior, medir el pH utilizando un pHmetro.
6. Construir la curva de titulación utilizando un programa para graficar.

Adjuntamos un link de una página para realizar curvas de titulación. <https://bapunr.shinyapps.io/CurvaTit/>



Curva de titulación ácido débil-base fuerte.

Realizaremos una titulación de un ácido monoprótico débil que se encuentra en una muestra de vinagre de alcohol comercial o en un vino utilizando la solución de NaOH normalizada previamente.

1. Realizar los cálculos correspondientes para conocer el volumen de muestra a titular teniendo en cuenta:
 - a) La acidez aproximada de la solución muestra.
 - b) El volumen total de la bureta de la cual dispone.
 - c) El volumen que debe medirse con una bolpipeta.
2. Escribir la ecuación de reacción.
3. Pipetear con bolpipeta el volumen calculado, colocar en erlenmeyer y medir pH con pHmetro.
4. Agregar 1 o 2 gotas de fenolftaleína.
5. En la bureta colocar la solución de NaOH y proceder con la titulación hasta un cuarto de la misma (aproximadamente) y medir el pH con con pHmetro.
6. Registrar el valor de pH y el volumen gastado hasta ese punto.
7. Proceder con la titulación hasta el viraje del indicador y medir pH con pHmetro en el punto de equivalencia. Leer el volumen gastado.
8. Agregar NaOH en exceso y medir el pH con pHmetro. Registrar ambos valores.
9. Realizar curva de titulación.
10. Trabajar por duplicado y de ser necesario triplicado.
11. Calcular la concentración de ácido en la muestra.

En caso de que la muestra analizada haya sido vinagre expresar el resultado como % m/V de ácido acético, mientras que si la muestra analizada fue vino se debe expresar como % m/V de ácido tartárico.

Trabajo Práctico N° 12 Volumetrías REDOX y de Formación de Complejos

Introducción teórica

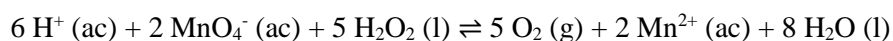
Las volumetrías son procedimientos analíticos cuantitativos utilizados para la determinación de la concentración de una especie en solución. Existen múltiples tipos de volumetrías que pueden ser agrupadas

Introducción al Laboratorio

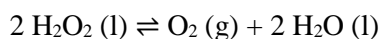
en cuatro grandes grupos: ácido - base, de precipitación, de complejos o complexometrías y redox. En este trabajo abordaremos dos de ellas, las complexometrías y las volumetrías redox.

En una **volumetría redox** la reacción asociada a la misma es una de intercambio de electrones, en la que habrá una especie oxidante y una reductora. Esta técnica analítica es ampliamente utilizada para el control de calidad del agua oxigenada.

El agua oxigenada, de fórmula H_2O_2 , se utiliza como desinfectante. Debido a que en ciertas condiciones sus soluciones no son estables en el tiempo es necesario valorarlas regularmente. La permanganimetría es una valoración redox en la que se utiliza como titulante permanganato de potasio y es la técnica más utilizada para la determinación de concentración de agua oxigenada. La reacción de esta valoración es la siguiente:



La concentración de las soluciones de agua oxigenada comercial se expresa en volúmenes. Esta unidad indica el volumen de oxígeno (medido en mL o L) que, en CNPT, pueden formarse por descomposición del peróxido de hidrógeno contenido en una unidad de volumen de muestra (también medida en mL o L). Por ejemplo, la concentración del agua oxigenada comercial de 10 V, libera en CNPT 10 mL de O_2 por mL de muestra; o 10 L por L. Para poder realizar los pasajes de unidades de volúmenes a otra unidad como molar se debe utilizar la relación estequiométrica de la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno:



El fundamento de las volumetrías **complexométricas** es la formación de un compuesto de coordinación entre un metal central y una cantidad variable de ligandos. Estas técnicas analíticas tienen múltiples aplicaciones, siendo una de las más comunes la determinación de dureza en agua.

Los iones metálicos son ácidos de Lewis, que aceptan pares de electrones de ligandos donadores de electrones, que a su vez son bases de Lewis. Si el ligando tiene un sólo átomo con pares de electrones por los que se pueda unir al metal se lo denomina monodentado, mientras que si contiene múltiples átomos con pares de electrones no enlazantes capaces de ser donados se lo denominará multidentado o quelante.

El ácido etilendiaminotetraacético (EDTA) es uno de los agentes quelantes más utilizados dentro de la Química Analítica. Jugando con los valores de pH de la solución y con otros factores se pueden titular prácticamente todos los metales de la tabla periódica con el EDTA.

Se define como dureza al contenido de iones de metales alcalinotérreos que hay en el agua, fundamentalmente Ca^{2+} y Mg^{2+} . La dureza se la utiliza como un parámetro de calidad del agua y es importante determinarla debido a que el calcio y el magnesio pueden formar carbonatos insolubles. Es expresada como mg CaCO_3 / L de agua.



Los iones de calcio y magnesio forman complejos con el EDTA de manera estequiométrica. Por lo que aprovechando esta capacidad se puede determinar complexométricamente la concentración de estos iones al valorar una muestra de agua contra una solución normalizada de EDTA.

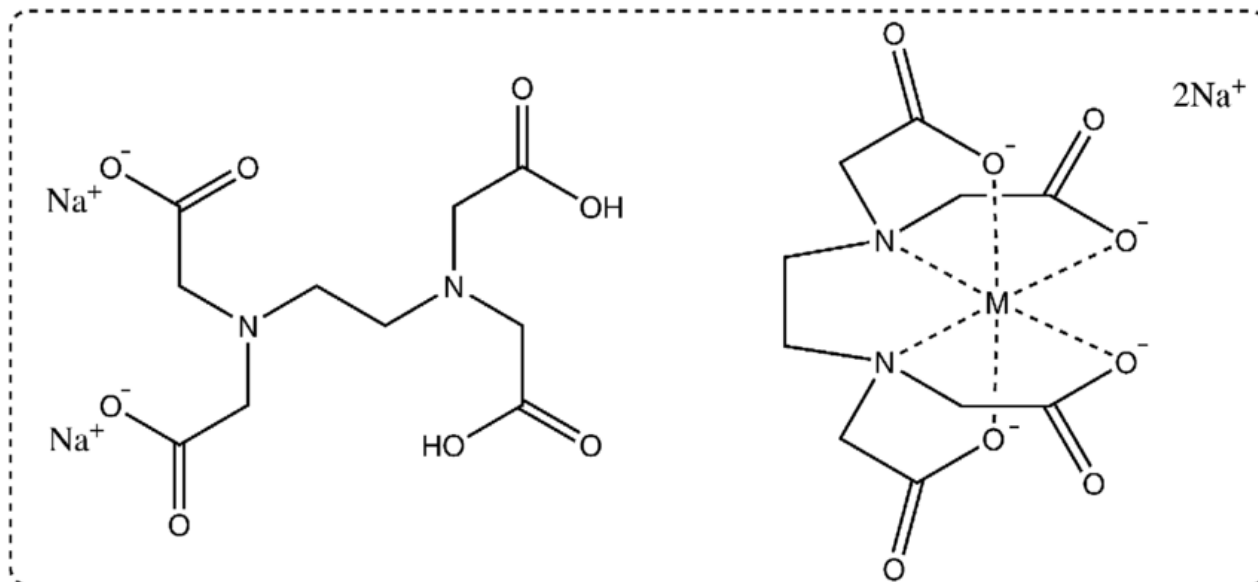


Figura 5. A la izquierda estructura del EDTA. A la derecha complejo EDTA – M, en donde M es un metal divalente.

Actividades

Objetivos

- Normalizar una solución de $\text{KMnO}_4 \approx 0,02 \text{ M}$
- Determinar la concentración de una muestra comercial de agua oxigenada 10 V.
- Determinar la dureza total de una muestra de agua. Comparar el valor determinado con los límites legales y concluir.

Titulación REDOX. Permanganimetría.

Procedimiento

Normalización del $\text{KMnO}_4 \approx 0,02 \text{ M}$

1. Colocar en un pesafiltro oxalato de sodio y secarlo en estufa a 110°C .
2. Pesar con precisión de 1 mg, en un matraz Erlenmeyer, alrededor de 0,1 g de oxalato de sodio anhidro.
3. Disolver con 10 mL de agua destilada y añadir 5 mL de $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 2 M}$.
4. Titular con el permanganato de potasio a normalizar hasta aparición de color rosado.

Introducción al Laboratorio

5. Colocar el Erlenmeyer sobre un mechero o platina de calentamiento y llevar su contenido a ebullición. Se debe observar la desaparición del color.
6. Sacar del calor y continuar titulando en caliente hasta aparición de color rosado persistente.
7. Leer el volumen gastado. Realizar la técnica por duplicado.
8. Calcular la concentración de KMnO_4 .

Determinación de la concentración de agua oxigenada en una muestra comercial.

1. Tomar una alícuota de 1,00 mL de la muestra comercial de agua oxigenada aproximadamente 10 V y trasvasar a un Erlenmeyer de 125 mL.
2. Agregar 10 mL de agua destilada y 5 mL de H_2SO_4 2 M.
3. Titular con el permanganato hasta la aparición de color rosado, por duplicado.
4. Realizar los cálculos pertinentes.
5. Expresar el resultado en volúmenes con las cifras significativas correctas.

Cuestionario

1. Plantear la ecuación química de normalización del permanganato de potasio.
2. Escribir las hemiecuaciones de reducción y oxidación para cada reacción dada.
3. ¿Cuál es el indicador utilizado en la titulación?

Complexometría. Determinación de Dureza.

Procedimiento

Preparación de reactivos:

1. **Solución titulante de EDTA estándar:** Disolver 1,8615 g de etilendiaminotetracetato disódico dihidrato (también conocida como sal disódica de EDTA) en 500,00 mL de agua destilada.
2. **Patrón de CaCO_3 estándar:** Pesar 0,500 g de CaCO_3 anhidro, calidad patrón primario, en un Erlenmeyer de 250 mL. Colocar un embudo en la boca del Erlenmeyer y agregar lentamente HCl 1 + 1 hasta disolución total de la sal. Añadir 200 mL de agua destilada al Erlenmeyer y hervir durante unos minutos para la eliminación de CO_2 residual. Enfriar y ajustar el pH entre 4.2 - 6.4 con NH_4OH 3 M o HCl 1 + 1, según corresponda. Trasvasar cuantitativamente a un matraz de 500,00 mL y enrasar.
3. **Solución buffer de amoníaco:** Disolver 0,2358 g de sal disódica de EDTA y 156 mg de $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ o 128,8 mg $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ en 10 mL de agua destilada. Por otro lado, pesar en un vaso de precipitados de 100 mL 3,38 g de NH_4Cl y disolver con 28,6 mL de amoníaco concentrado. Trasvasar cuantitativamente la primera solución a la segunda y llevar a 50 mL en el vaso de precipitados. Guardar el buffer en una botella hermética para evitar pérdida de NH_3 .



4. **Indicador Negro de Eriocromo T (NET):** Sal sódica del ácido 1-(1-hidroxi-2-naftilazo)- 5-nitro-2-naftol-4-sulfónico. Utilizar el indicador de manera sólida al 1 % m/m (NET/ NaCl). Para prepararlo se debe morterear 10 g de NaCl con 0,1 g del NET sólido, hasta homogeneizar completamente.

Titulación de la muestra:

1. Tomar con pipeta aforada una alícuota de muestra que gaste entre 15 - 20 mL de EDTA y trasvasar a un Erlenmeyer de 250 mL y llevar hasta 50 mL con agua destilada.
2. Agregar 1-2 mL de buffer de amoníaco y una pizca de indicador.
3. Titular la muestra con el EDTA hasta que el NET cambie de rojo a azul.

Cuestionario

1. ¿Qué importancia tiene la dureza en el agua de bebida?
2. ¿Qué tipo de indicador se utiliza en una complexometría?
3. ¿Cómo se puede determinar la dureza causada sólo por Ca o Mg?

Bibliografía:

- Harris, D. C. (2016). *Análisis químico cuantitativo* (3.^a ed., cap. 15). Editorial Reverté.
- Koltthoff, I. M., Sandell, E. B., Meehan, E. J., & Bruckenstein, S. (1979). *Análisis químico cuantitativo* (6.^a ed.). Cap. 33, pp. 705–715. Cap. 34, pp. 716–741. Librería y Editorial Nigar S.R.L.
- Rosenfeld, L. (1999). *Four centuries of clinical chemistry* (pp. 72–75). CRC Press.

Introducción al Laboratorio

- Universidad del Valle de México, Campus Coyoacán. (s.f.). *Selección y valoración del punto final*.
- Universidad Nacional de Cuyo, Facultad de Ciencias Agrarias. (2015). *Capítulo III. Volumetría de neutralización: Introducción. Cátedra de Química Analítica*.
- Vázquez, M. V. (s.f.). *Análisis volumétrico: fundamentos*. Facultad de Ciencias Exactas y Naturales, Universidad de Antioquia.
- Vogel, A. I. (s.f.). *Química analítica cuantitativa* (Vol. I, cap. II, pp. 277–287). Editorial Kapelusz.